

- Cours en ligne
- Cours presentiels

 **MATHS**

 **PC**

 **SVT**

La science autrement...



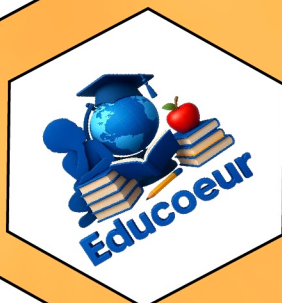
Nos programmes:

Niveaux : Moyen/Secondaire



Programme Wolof

Apprentissage avec des cours
exclusivement en Wolof



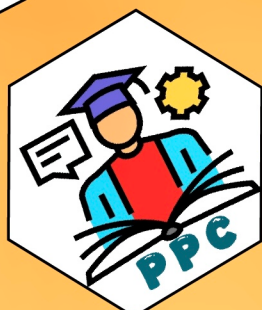
Programme Social

Prise en charge d'élèves avec
des problèmes de moyens



Tous les élèves

Renforcement de capacité
en ligne



Prépa Concours

Préparation des concours comme :
ESP - EMS - ENSA - IPSL
ISFAR ENSAE



77 106 98 79

77 575 04 18



TD : PH ET AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

EXERCICE 1 :

1) On donne le pH de l'eau pure pour différentes températures exprimées en Kelvin (K).

T(K)	273	288	298	303	333
pH	7,5	7,2	7,0	6,9	6,5

a) Tracer la courbe $\text{pH} = f\left(\frac{1}{T}\right)$ et déterminer son équation.

b) La réaction d'autoprotolyse de l'eau est-elle exothermique ou endothermique ?

c) Pour quelle valeur de la température le pH de l'eau pure est-il égal à 7,3 ? Calculer alors le produit ionique de l'eau K_e puis $\text{p}K_e$ à cette température.

d) Déterminer le pH de l'eau pure à 80°C.

2) A 37°C, le produit ionique de l'eau pure est tel que $\text{p}K_e = 13,6$.

a) Définir à cette température ce qu'est une solution neutre, acide et basique.

b) La salive a un pH de 6,80 à 37°C. Est-elle acide, basique ou neutre ?

EXERCICE 2 :

1) On veut déterminer le pH d'une solution (S). Pour cela, on fait les tests suivants : S + phénolphtaléine = solution incolore ; S + bleu de bromothymol = solution jaune ; S + hélianthine = solution jaune. Trouver les limites qu'on peut attribuer au pH de la solution. Peut-on arriver au même résultat avec deux tests seulement ? Si oui, lesquels ? On donne les zones de virages et les couleurs des indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Couleur acide	zone de virage	Couleur basique
Phénolphtaléine	incolore	8-10	rouge
Bleu de bromothymol	jaune	6,2-7,6	bleu
Hélianthine	rouge	3,1-4,4	jaune

2) A 25°C, une solution (S') est telle que $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = 6,5 \cdot 10^2$

a) Calculer la concentration molaire en ions H_3O^+ et OH^-

b) Quelle est la valeur du pH de cette solution ?

c) Le rouge méthyle est un indicateur coloré qui est rouge par $\text{pH} \leq 4,4$ et jaune par $\text{pH} \geq 6,2$. Quelle sera la couleur de cet indicateur dans la solution (S').

EXERCICE 3

1) On dissout à 25°C 0,2mol de nitrate de baryum $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dans un litre d'eau pure. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes en solution. Quelle est leur concentration molaire ? Quel est le pH de la solution ?

2) Dans une fiole jaugée de 250mL, on met :

- $V_1 = 25\text{mL}$ de solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration molaire $C_1 = 0,8\text{mol.L}^{-1}$

- $V_2 = 50\text{mL}$ de solution de bromure de calcium (CaBr_2) de concentration $C_2 = 0,5\text{mol.L}^{-1}$

- $n_3 = 3.10^{-2}\text{mol}$ de chlorure de calcium (CaCl_2)

- $m_4 = 20,3\text{g}$ de chlorure de magnésium hydraté [$\text{MgCl}_2.6\text{H}_2\text{O}$]

- $m_5 = 10,3\text{g}$ de bromure de sodium (NaBr)

On complète à 250mL avec de l'eau distillée.

a) Faire l'inventaire des espèces ioniques présentes en solution et calculer la quantité de matière et la concentration molaire de chaque ion.

b) Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents. On donne : $M(\text{Mg}) = 24\text{g/mol}$; $M(\text{Br}) = 80\text{g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$

EXERCICE 4 :

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $C_1=0,5\text{mol.L}^{-1}$, d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $C_2=0,8\text{mol.L}^{-1}$, d'une solution de chlorure de potassium KCl à $C_3=1\text{mol.L}^{-1}$ et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule : $\text{MgCl}_2.6\text{H}_2\text{O}$. On souhaite préparer *un litre* de solution contenant les ions Mg^{2+} , Ca^{2+} , K^+ , NO_3^- et Cl^- tels que $[\text{Mg}^{2+}]=0,2\text{mol.L}^{-1}$; $[\text{NO}_3^-]=0,25\text{mol.L}^{-1}$; $[\text{Ca}^{2+}]=0,1\text{mol.L}^{-1}$; $[\text{K}^+]=0,25\text{mol.L}^{-1}$.

1) Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1 L avec de l'eau distillée.

2) Calculer directement la concentration $[\text{Cl}^-]$.

3) Vérifier l'électroneutralité de la solution.

EXERCICE 5 :

Les questions sont indépendantes.

1) Quel est le pH d'un mélange obtenu en ajoutant $8,2\text{ cm}^3$ de solution décimolaire de soude à 20 cm^3 d'une solution chlorhydrique de concentration 5.10^{-2} mol/L .

2) Quel volume d'une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium doit-on ajouter à 100 cm^3 d'une solution centimolaire d'acide chlorhydrique pour un $\text{pH} = 11$.

3) On dispose de $V = 10\text{ mL}$ d'acide iodhydrique de concentration $C = 6.10^{-3}\text{ mol/L}$. On lui ajoute un volume $V' = 90\text{ mL}$ d'eau pure. Quelle est la valeur de son pH ?

4) On obtient une solution S en mélangeant S_1 et S_2 d'acide chlorhydrique :

S_1 : $C_1 = 1,5.10^{-2}\text{ mol/L}$; $V_1 = 100\text{ mL}$

S_2 : $C_2 = 2,5.10^{-2}\text{ mol/L}$; $V_2 = 150\text{ mL}$

a) Exprimer la concentration de la solution finale en fonction de C_1 , C_2 , V_1 et V_2 . Calculer sa valeur numérique.

b) En déduire le pH de S

5) On verse 10 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 2.10^{-2} mol/L dans 15 mL d'une solution chlorhydrique à $0,012\text{ mol/L}$. Quel est le pH du mélange.

EXERCICE 6 :

La manipulation proposée a pour but de déterminer le produit ionique de l'eau à 37°C, en mesurant le pH de six solutions d'hydroxyde de potassium maintenues à cette température.

Les solutions sont préparées en introduisant un volume V_i d'une solution S_0 d'hydroxyde de potassium de concentration $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans une fiole jaugée de 100 mL et en complétant avec de l'eau distillée. Le pH est ensuite mesuré à 37°C, en commençant par la solution la plus diluée.

Les résultats obtenus lors d'une manipulation sont les suivants :

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
V_i (mL)	0,5	1,0	2,0	5,0	10,0	20,0
pH	10,0	10,3	10,6	10,9	11,2	11,5

- 1) Avec quelle verrerie doit-on mesurer V_i ?
- 2) Pourquoi mesure-t-on d'abord le pH des solutions les plus diluées ?
- 3) Etablir un tableau contenant V_i , pH, C_i et $\log C_i$, C_i étant la concentration de la solution S_i .
- 4) Tracer le graphe $\text{pH} = f(-\log C_i)$; en déduire le produit ionique de l'eau à 37°C et le pH de l'eau pure à cette température.

EXERCICE 7 :

- 1) Une solution commerciale d'hydroxyde de sodium de densité 1,38, contient 35 % en masse d'hydroxyde de sodium pur. (C'est-à-dire 100 mL de la solution commerciale contient 35 mL d'hydroxyde de sodium pur).
 - a) Quel volume V_1 de cette solution doit-on diluer pour obtenir 1 L de solution de pH = 12,5 ?
 - b) On verse 5 mL de la solution commerciale dans un litre d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?
- 2) On considère 200 mL d'une solution de soude de pH égal à 11,4.
 - a) Quel volume d'eau faut-il ajouter pour obtenir une solution de pH égal à 11 ?
 - b) On ajoute 0,005g de chlorure de sodium dans 200 mL de la solution de soude de pH égal à 11.
 - Calculer la concentration des ions présents en solution.
 - Calculer le pH de la nouvelle solution.

EXERCICE 8 :

- 1) Rappeler la définition du pH d'une solution aqueuse.
- 2) La concentration en ions H_3O^+ d'une solution A est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer son pH.
- 3) Une solution aqueuse B a un pH égal à 3,5. Calculer la concentration en ions H_3O^+ de la solution B.
- 4) Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+ contenues dans un volume $V = 20 \text{ mL}$ de cette solution B.
- 5) On prépare une solution C en mélangeant un volume $V = 20 \text{ mL}$ de la solution B avec un volume $V' = 80 \text{ mL}$ d'eau pure. Calculer la concentration du mélange en négligeant les ions H_3O^+ provenant de la dissociation de l'eau. En déduire le pH de la solution C.

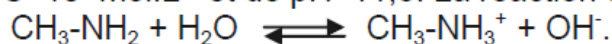
EXERCICE 9 :

L'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 est soluble dans l'eau à raison de 1,8 gramme par litre à 25°C ; on obtient alors une solution saturée en hydroxyde de calcium. Quelle est la concentration de cette solution ?

Son pH étant égal à 12,7. Montrer que l'hydroxyde de calcium est entièrement dissocié dans cette solution aqueuse et écrire son équation de dissociation.

EXERCICE 10 :

1) On dispose d'une solution aqueuse de méthylamine de concentration molaire $C=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}=11,3$. La réaction entre la méthylamine et l'eau est limitée :



Faire l'inventaire des espèces en solution et calculer leur concentration.

2) On dispose d'une solution aqueuse d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration $C=6,7.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}=2$. On considérera que l'acide sulfurique a réagi totalement avec l'eau. Sachant que la solution renferme, entre autres espèces chimiques, des ions sulfate SO_4^{2-} et hydrogénosulfate HSO_4^- , calculer la concentration de toutes les espèces chimiques en solution. Ecrire l'équation-bilan de la réaction avec l'eau de H_2SO_4 puis celle de HSO_4^- .

EXERCICE 11 :

- 1) A 10 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène. On ajoute 40 cm^3 d'eau et on obtient alors, une solution de $\text{pH} = 2,7$. Quelle est la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale ?
- 2) Quel volume d'eau distillée doit-on ajouter à 40 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration 2.10^{-2} mol/L pour obtenir une solution de $\text{pH} = 2,4$?
- 3) On mélange une solution de chlorure d'hydrogène de $\text{pH} = 3,1$ avec 10 cm^3 de solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,3$. Déterminer le pH du mélange obtenu.
- 4) A 20 cm^3 d'une solution chlorhydrique de $\text{pH} = 3$, on ajoute 20 cm^3 d'une solution centimolaire de chlorure de sodium. Quelles sont les molarités des espèces chimiques présentes dans la solution ? Quel est son pH ? Vérifier son électroneutralité.

